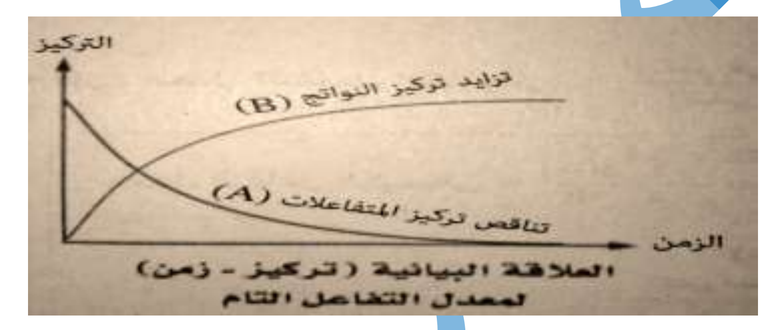
البــاب الثالث

النظام المتزن :(هو نظام ساكن على المستوى المرئى ونظام ديناميكى على المستوى غير المرئى)

أنواع التفاعلات الكيميائية

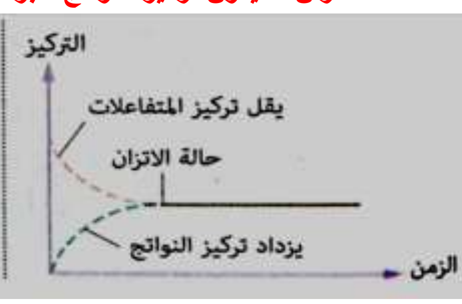
التفاعلات التامة (غير الإنعكاسية)	التفاعلات الإنعكاسية
هى تفاعلات تسير فى اتجاه واحد غالبا (الاتجاه الطردى تقريبا) حيث يصعب على المواد الناتجه ان تتحد مع بعضها مرة اخرى لتكوين المتفاعلات تحت نفس ظروف التفاعل هذه التفاعلات يصحبها خروج احد النواتج من حيز التفاعل على هيئة غاز او راسب	هى تفاعلات غير مكتملة تحدث فى الاتجاهين الطردى والعكسى وتكون النواتج والمتفاعلات فى لحظة موجودة فى حيز التفاعل هذه التفاعلات لا يصحبها خروج احد النواتج من حيز التفاعل على هيئة غاز او راسب
مثل : (ا) عند اضافة محلول كلوريد صوديوم الى محلول نترات فضه يتكون راسب ابيض من كلوريد الفضه $NaC\ell + AgNO_3 \rightarrow NaNO_3 + AgC\ell \downarrow$ (ب) عند وضع شريط ماغنسيوم فى محلول حمض الهيدروكلوريك يتصاعد غاز الهيدروجين $Mg + 2HC\ell \rightarrow MgC\ell_2 + H_2 \uparrow$	**مثل :** عند اضافة مول من حمض الخليك CH_3COOH الى مول من الكحول الايثيلى C_2H_5OH واختبرنا محلول التفاعل بورقة عباد الشمس زرقاء نجدها حمراء رغم ان المواد الناتجه من التفاعل متعادلة التأثير (علل) لانه من التفاعلات المنعكسة التى تسير فى الاتجاهين الطردى والعكسى اى ان النواتج والمتفاعلات توجد فى حيز التفاعل $CH_3COOH + C_2H_5OH \rightleftharpoons CH_3COOC_2H_5 + H_2O$



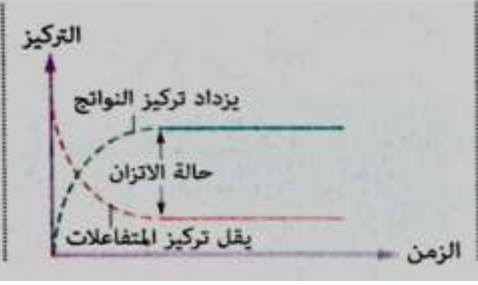
الاتـــزان الكيميائى

(هو نظام ديناميكى يحدث عندما يتساوى معدل التفاعل الطردى مع معدل التفاعل العكسى وتثبت تركيزات المتفاعلات والنواتج ويظل الاتزان قائما طالما كانت جميع المواد المتفاعلة والناتجة موجودة فى وسط التفاعل (لم يتصاعد غاز ولم يتكون راسب) وما دامت ظروف التفاعل لم تتغير مثل الضغط والحرارة)

*** عند الاتزان قد يكون تركيز النواتج اكبر او المتفاعلات اكبر او متساويين (نادرا)



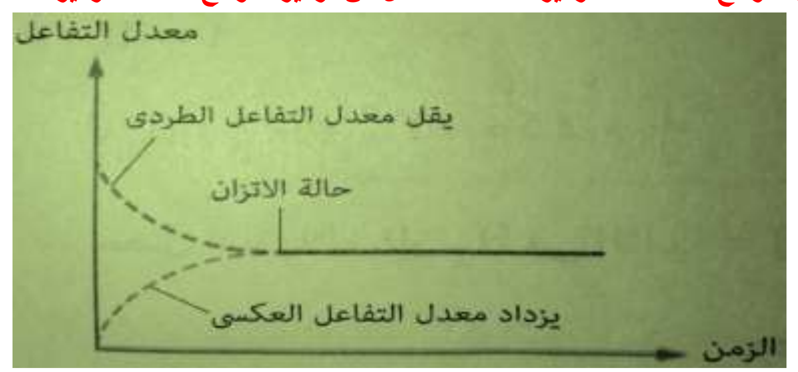
تركيز المتفاعلات = من تركيز النواتج



تركيز المتفاعلات اقل من تركيز النواتج



تركيز المتفاعلات اكبر من تركيز النواتج



معدل التفاعل الكيميائى (r)

هو مقدار التغير فى تركيز المواد المتفاعلة فى وحدة الزمن ويساوى التغير فى التركيز او الكتلة ÷ الزمن

- يعبر عن التركيز بوحدات (mol/L او mol/dm^3) وعن الزمن بالدقائق او الثوانى

- عند حساب معدل التفاعل الكيميائى بمعلومية التغير فى تركيز المتفاعلات أو النواتج للتفاعل المفترض التالى :

$$aA + bB \longrightarrow cC + dD$$

- فإن : معدل التفاعل الكيميائى = التغير فى تركيز المادة / التغير فى الزمن

$$\text{معدل التفاعل الكيميائى} = -\frac{1}{a}\frac{\Delta[A]}{dt} = -\frac{1}{b}\frac{\Delta[B]}{dt} = \frac{1}{c}\frac{\Delta[C]}{dt} = \frac{1}{d}\frac{\Delta[D]}{dt}$$

الإشارة السالبة
تعنى استهلاك المتفاعلات

حيث : $\Delta[\ \ ]$ = التغير فى تركيز المادة.
dt = التغير فى الزمن.

التفاعلات الكيميائيه قد تكون :

(أ) تفاعلات لحظيه مثل تفاعل نترات الفضه مع كلوريد الصوديوم
(ب) تفاعلات بطيئة نسبيا مثل تفاعل الزيوت مع الصودا الكاويه لتكوين الصابون والجلسرين
(ج) تفاعلات بطيئه تحتاج لشهور عديدة مثل تفاعل تكوين صدأ الحديد

العوامل التى تؤثر على معدل (سرعة) التفاعل الكيميائى

(1) طبيعة المتفاعلات (2) تركيز المتفاعلات (3) درجة حرارة التفاعل
(4) الضغط (5) العوامل الحفازة (6) الضوء

(1) طبيعة المواد المتفاعلة

(أ) انواع الروابط فى المتفاعلات

المركبات الأيونية	المركبات التساهمية
تفاعلاتها لحظية و سريعة جداً لأن التفاعل يتم بين أيونات المواد المتفاعلة بمجرد خلطها .	تفاعلاتها بطيئة عادة مثل المركبات العضوية لأن التفاعل يتم بين الجزيئات غير المتأينة .

(ب) مساحة السطح المعرض للتفاعل

- كلما زادت مساحة السطح المعرض للتفاعل (كلما كانت المادة مفتتة او مسحوق ناعم) كلما زادت سرعة التفاعل (علل) لان المادة المفتتة يزيد فيها عدد الجزيئات المتفاعلة فيزيد احتمالات التصادم بينها

(2) تركيز المتفاعلات

- كلما زاد عدد الجزيئات المتفاعله (اى انه كلما زاد التركيز) زادت سرعة التفاعل الكيميائى
- الاحماض المركزة والقواعد المركزة ومحاليل الاملاح المركزة تفاعلاتها اسرع من المخففة

قانون فعل الكتلة :

ألعلماء	العالمان النرويجيان " جولدبرج " و " فاج "
أهمية القانون	يحدد العلاقة بين سرعة التفاعل الكيميائى و تركيز المواد المتفاعلة .
نص القانون	عند ثبوت درجة الحرارة تتناسب سرعة التفاعل الكيميائى تناسباً طردياً مع حاصل ضرب التركيزات الجزيئية لمواد التفاعل (كل مرفوع لأس يساوى عدد مولات الجزيئات أو الايونات فى معادلة التفاعل الموزونة)

(3) تأثير درجة الحرارة على سرعة التفاعل

تزيد سرعة التفاعل الكيميائى بزيادة درجة الحرارة وتفسير ذلك حسب نظرية التصادم لحدوث التفاعل يجب ان تصطدم جزيئات المتفاعلات والجزيئات ذات السرعات العاليه جدا فقط هى التى تتفاعل لان طاقتها الحركيه العاليه تمكنها من كسر الروابط بين الجزيئات

طـــاقة التنشـــيط :

هى الحد الادنى من الطاقه التى يجب ان يمتلكها الجزئ لكى يتفاعل عند الاصطدام

الجزيئات المنشطة :

هى الجزيئات ذات الطاقه الحركيه المساويه لطاقة التنشيط او تفوقها

- كثير من التفاعلات الكيميائيه تتضاعف سرعتها اذا ارتفعت درجة الحرارة بمقدار 10 درجات مئوية

(4) تأثير العوامل الحفازة

العامل الحفـــاز :

هومادة يلزم القليل منها لتغير معدل التفاعل الكيميائى دون ان تتغير او تغير من وضع الاتزان وهى عناصر فلزيه او اكاسيدها او مركباتها

- للعامل الحفاز بعد اقتصادى لأن معظم التفاعلات البطيئه يمكن اسراعها باستخدام العوامل الحفازة دون الحاجة لرفع درجة الحرارة وبالتالى تقلل من الطاقة اللازمة للتسخين وبالتالى تقلل من اسعار المنتج النهائى
- تستخدم العوامل الحفازة فى 90 % من العمليات الصناعيه مثل صناعة الاسمدة والاغذيه والبتروكيماويات
- توضع العوامل الحفازة فى المحولات الحفزيه التى تستخدم فى شكمانات السيارات (علل) وذلك لتحويل الغازات الناتجة عن الاحتراق والملوثة للجو الى نواتج آمنه

الانزيمات :

جزيئات بروتين تتكون فى الخلايا الحية تعمل كعوامل حفز للعديد من العمليات البيولوجيه والصناعيه

(5) تأثير الضـــــــوء

- فى عملية البناء الضوئى "التمثيل الضوئى" يقوم الكلوروفيل بامتصاص الضوء وتكوين الكربوهيدرات فى وجود الماء وثانى اكسيد الكربون
- فى افلام التصوير توجد مادة بروميد الفضه فى طبقة جيلاتينيه وعند سقوط الضوء عليها فان ايون الفضه الموجب يكتسب الكترون (اختزال) من ايون البروميد السالب ويتحول لذرة فضه

ويتحول ايون البروميد السالب الى ذرة بروم بعد فقد الالكترون (اكسده) ويتم امتصاص البروم المتكون فى الطبقة الجيلاتينيه وتزيد كمية الفضة المتكونه بزيادة شدة الضوء

$$2Br^- \rightarrow Br_2 + 2e^-$$

$$2Ag^+ + 2e^- \rightarrow 2Ag$$

العوامل المؤثرة فى الاتزان الكيميائى

(1) تركيز المتفاعلات

* زيادة تركيز او اضافة احد المتفاعلات تجعل التفاعل ينشط للاتجاه الطردى او الامامى لكن سحب احد المتفاعلات من حيز التفاعل يجعله ينشط للاتجاه العكسى او الخلفى
* زيادة تركيز احد النواتج او اضافته تجعل التفاعل ينشط للاتجاه العكسى او الخلفى لكن سحب احد النواتج من حيز التفاعل يجعله ينشط للاتجاه الطردى او الامامى

قانون فعل الكتلة رياضيا :-

$$K_c = \frac{\text{حاصل ضرب تركيزات النواتج (مرفوع لأس يساوى وزنه فى المعادلة الكيميائيه الموزونه)}}{\text{حاصل ضرب تركيزات المتفاعلات (مرفوع لأس يساوى وزنه فى المعادلة الكيميائيه الموزونه)}}$$

ملحـــوظـــات هامة جدا :-

(1) ثابت الاتزان (Kc) هو النسبة بين ثابت معدل التفاعل الطردى وثابت معدل التفاعل العكسى وليس له تمييز او وحدة

(2) اذا كانت قيمة ثابت الاتزان اقل من الواحد الصحيح معنى ذلك ان التفاعل يسير فى الاتجاه العكسى بدرجة اكبر من الاتجاه الطردى) مثل ذوبان كلوريد الفضه فى الماء) مثل

$$AgCl_{(S)} \rightleftharpoons Ag^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)} \qquad K_c = 1.7 \times 10^{-10}$$

(3) اذا كانت قيمة ثابت الاتزان اكبر من الواحد الصحيح معنى ذلك ان التفاعل يسير فى الاتجاه الطردى بدرجة اكبر من الاتجاه العكسى والتفاعل يسير قرب نهايته مثل

$$H_{2\,(g)} + Cl_{2\,(g)} \rightleftharpoons 2HCl_{(g)} \quad , \quad K_c = 4.4 \times 10^{32}$$

(4) فى معادلة حساب ثابت الاتزان لا نكتب تركيز الماء السائل (لكن الماء بخار او غاز يكتب) ولا نكتب تركيز المواد الصلبة ولا الرواسب (علل) لان تركيزاتها ثابتة مهما اختلفت كمياتها

(5) القيمة العددية لثابت الاتزان لا تتغير بتغير تركيزات المواد المتفاعلة او الناتجة عند نفس درجة الحرارة

(6) عند ضرب المعادلة فى رقم فان قيمة ثابت الاتزان ترفع لاس هذا الرقم مثل

$$H_{2\,(g)} + Cl_{2\,(g)} \rightleftharpoons 2HCl_{(g)} \quad , \quad K_c = 50$$

بالضرب فى 4 مثلا

$$4H_{2\,(g)} + 4Cl_{2\,(g)} \rightleftharpoons 8HCl_{(g)} \quad , \quad K_c = (50)^4$$

(7) عند قسمة المعادلة على رقم فان قيمة ثابت الاتزان تكون جذر لهذا الرقم مثل

$$H_{2\,(g)} + Cl_{2\,(g)} \rightleftharpoons 2HCl_{(g)} \quad , \quad K_c = 50$$

بالقسمة على 3 مثلا

$$1/3H_{2\,(g)} + 3/1\,Cl_{2\,(g)} \rightleftharpoons 2/3HCl_{(g)} \quad , \quad K_c = \sqrt[3]{50}$$

(8) عند عكس المعادلة فان قيمة ثابت الاتزان تساوى مقلوب ثابت الاتزان مثل

$$H_{2\,(g)} + Cl_{2\,(g)} \rightleftharpoons 2HCl_{(g)} \quad , \quad K_c = 50$$

عند عكس المعادلة (جعل النواتد متفاعلات والمتفاعلات نواتج

$$2HCl_{(g)} \rightleftharpoons H_{2\,(g)} + Cl_{2\,(g)} \quad K_c = 1/50$$

(9) عند جمع معادلتين يضرب ثابت الاتزان للمعادلتين فى بعضهما مثل

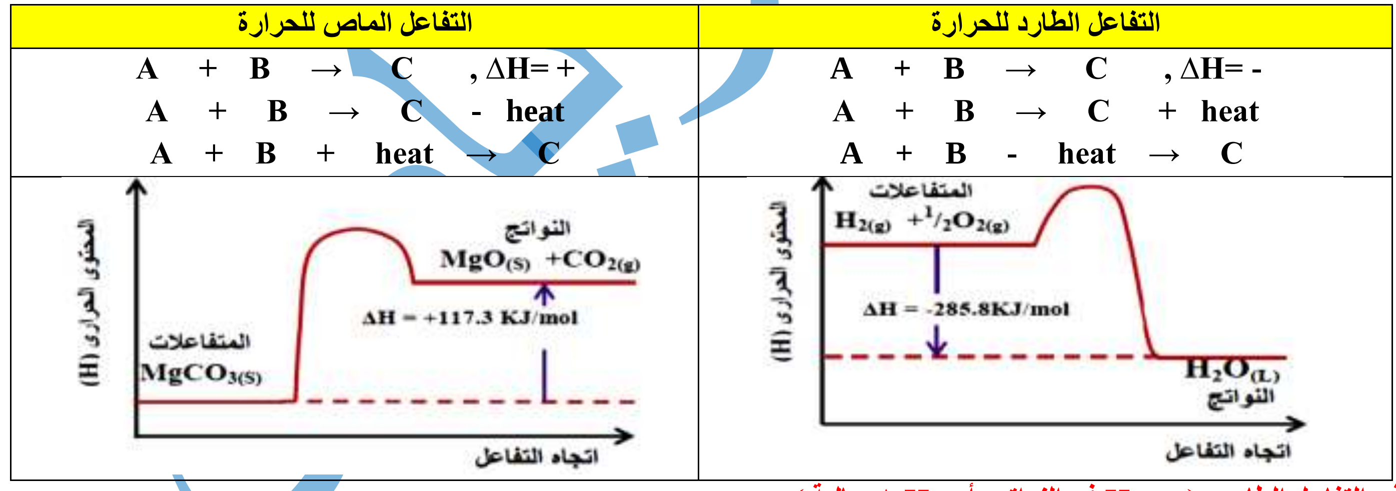
$$A + B \rightleftharpoons C \quad , \quad K_c = 10$$
$$C + B \rightleftharpoons D \quad , \quad K_c = 7$$

جمع

$$A + 2B \rightleftharpoons D \quad , \quad K_c = 70$$

(2) تأثير درجة الحرارة على سرعة التفاعل

التفاعل الماص للحرارة	التفاعل الطارد للحرارة
A + B → C , ΔH= +	A + B → C , ΔH= -
A + B → C - heat	A + B → C + heat
A + B + heat → C	A + B - heat → C



فى التفاعل الطارد (Heat فى النواتج أو Δ H سالبة) :

- عند التبريد (سحب الحرارة) يسير التفاعل فى الإتجاه الطردى .
- عند التسخين يسير التفاعل فى الإتجاه العكسى .

فى التفاعل الماص (Heat فى المتفاعلات أو Δ H موجبة) :

- عند التبريد (سحب الحرارة) يسير التفاعل فى الإتجاه العكسى .
- عند التسخين يسير التفاعل فى الإتجاه الطردى

هام جدا جدا :- 1/ اذا كانت العلاقة بين KC و درجة الحرارة علاقة طردية كان التفاعل ماص للحرارة

2/ اذا كانت العلاقة بين K_C و درجة الحرارة علاقة عكسية كان التفاعل طارد للحرارة

3/ التغير فى درجة الحرارة هى العامل الوحيد الذى يغير من القيمة العددية لثابت الاتزان Kp , Kc على عكس الحرارة والضغط لا يغيران من القيمة العددية لثابت الاتزان

(3) تأثير الضغـــــط

1. اذا كانت المواد الداخلة فى التفاعل أو الناتجة منه فى الحالة الغازية فإن التعبير عن التركيز يتم بإستخدام الضغط الجزئى لها .
2. اضافة غاز خامل لاناء التفاعل لا يؤثر

لمعرفة تأثير الضغط على تفاعل متزن لابد من :

1. نحسب عدد المولات على جانبى المعادلة (من وزن المعادلة).
2. عند زيادة الضغط ينشط التفاعل فى إتجاه عدد المولات الأقل (حجم أقل) حسب قاعدة لوشاتلييه
3. عند نقص الضغط يسير التفاعل فى إتجاه المولات الأعلى (حجم أعلى) حسب قاعدة لوشاتلييه
4. إذا تساوى عدد المولات (الحجم) على جانبى المعادلة فإن الضغط لايؤثر

طريقة حساب ثابت الاتزان بمعلومية الضغط :

$$K_p = \frac{\text{حاصل ضرب الضغوط الجزيئية للنواتج}}{\text{حاصل ضرب الضغوط الجزيئية للمتفاعلات}}$$

يرمز لضغط الغاز كلأتى =	(رمز الغاز P)$^{\text{عدد المولات}}$

قاعـــــدة لوشاتلـــــييه : (للعالم الفرنسى لوشاتلييه)

(اذا حدث تغير فى احد العوامل المؤثرة على نظام متزن مثل الحرارة والضغط والتركيز فان النظام ينشط للاتجاه الذى يقلل او يلغى تأثير هذا التغير)

الاتـــزان الأيـــــونى

هو نوع من الاتزان ينشأ فى محاليل الالكتروليتات الضعيفة بين جزيئاتها والايونات الناتجة عنها

تنقسم المواد من حيث تفككها فى الماء الى

مواد الكتروليتية		مواد لا الكتروليتية
محاليل المواد التى تتفكك (أيونية) أو تتأين (تساهمية) عند ذوبانها فى الماء و توصل التيار الكهربى وتنقسم الى		وهى مواد لا تتفكك ايونيا فى الماء فهى لا توصل التيار الكهربى وهى ذات روابط تساهميه مثل المركبات العضويه
الكتروليتات قويه	الكتروليتات ضعيفه	
وهى تامة التأين فى الماء مثل الاحماض القويه (مثل حمض الكبريتيك H_2SO_4 والهيدروكلوريك HCl والنيتريك HNO_3 والهيدروبروميك HBr وبيركلوريك او فوق كلوريك $HClO_4$ والقواعد القويه(مثل KOH , NaOH, $Ba(OH)_2$ $Ca(OH)_2$ وغيرها) واغلب الاملاح المعدنيه	وهى غير تامة التأين فى الماء مثل الاحماض الضعيفه والقواعد الضعيفه	

تذكر جيدا :-

اولا : كلما زاد التخفيف فى الالكتروليتات الضعيفه يزيد التوصيل الكهربى لان التخفيف يساعد على تأين جزيئات غير متأينه

س : كيف تفرق بين محلول كلوريد الهيدروجين فى الماء و محلوله فى البنزين

ج : بإمرار التيار الكهربى فى كل منهما :

فإذا مر التيار الكهربى كان محلوله فى الماء لأنه تام التأين فى الماء و جيد التوصيل للتيار الكهربى , بينما إذا لم يمر التيار الكهربى كان محلوله فى البنزين لأنه يذوب دون تأين .

س : كيف تفرق بين حمض أسيتيك نقى و أخر مخفف

ج : بإمرار التيار الكهربى فى كل منهما :

فإذا مر التيار الكهربى كان حمض أسيتيك مخففاً لأنه ضعيف التأين فى الماء و يزيد توصيله للتيار الكهربى بالتخفيف بينما إذا لم يمر التيار الكهربى كان الحمض النقى

ثانيا :اذا اعطى فى سؤال معادلة تاين حمض ضعيف مثل حمض الاسيتيك و سأل عن أثر إضافة المواد الاتية :

1. إضافة قطرات من حمض قوى مثل حمض هيدروكلوريك

يقل تأين الحمض الضعيف ويقل تركيز أيون الهيدرونيوم

2. إضافة قطرات من قلوى قوى مثل هيدروكسيد صوديوم
يزيد تأين الحمض الضعيف ويزيد تركيز أيون الهيدرونيوم

ثالثا: اذا اعطى معادلة تأين قاعدة ضعيفة مثل هيدروكسيد الامونيوم وسأل عن تأثيراضافة المواد الآتي

1- إضافة قطرات من حمض قوى مثل حمض هيدروكلوريك
يزيد تأين اقاعدة الضعيفة ويزيد تركيز أيون الهيدروكسيل

2- إضافة قطرات من قلوى قوى مثل هيدروكسيد صوديوم
يقل تأين القاعدة الضعيفة ويقل تركيز أيون الهيدروكسيل

العلاقة بين ثابت التأين وقوة الحمض او القاعدة

كلما زادت قيمة ثابت التأين كلما كان الحمض او القاعدة اقوى (تستخدم هذه الملحوظة فى ترتيب الاحماض او القواعد حسب قوتها)

ايون الهيدرونيوم (البروتون المماه)	ينتج من ارتباط ايون الهيدروجين الموجب مع الماء برابطه تناسقية $H^+ + H_2O \rightarrow H_3O^+$
التأين	هو عملية تحول جزيئات غير متأينه الى ايونات موجبه وسالبه
التأين التام (القوى)	فيه تتحول كل الجزيئات الغير متأينه الى ايونات ويحدث فى محاليل الالكتروليتات القويه
التأين الغير تام (الضعيف)	يحدث فى محاليل الالكتروليتات الضعيفه وفيه يتحول جزء ضئيل من الجزيئات الغيرمتأينه الى ايونات

ما الفرق بين التأين والتفكك ؟

ج / **التأين :** يحدث فى المركبات التساهمية عندمت تتحول الى ايونات موجبة وسالبة عند ذوبانها
التفكك : يحدث فى المركبات الا يونية عندما تتفكك الى ايونات موجبة وسالبة عند ذوبانها

قـــانــــون اوستــفـــالد

أهمية القانون	يحدد العلاقة الكمية بين درجة التأين أو التفكك (ألفا α)و التركيز (C) بالمول/لتر
نص القانون	عند ثبوت درجة الحرارة تزداد درجة التأين (α) بزيادة درجة التخفيف لتظل قيمة Ka ثابتة . أو : كلما زاد التخفيف (قل التركيز) زادت درجة التفكك و العكس

تأثير اضافة		الى حمض	الى قاعدة	الى ماء
	حمض	يقل PH	يقل PH	يقل PH
	قاعدة	تزداد PH	تزداد PH	تزداد PH
	ماء	تزداد PH	تقل PH	لا تتغير

تأين المـــــاء

- الماء النقى الكتروليت ضعيف يوصل التيار الكهربى توصيلا ضعيفا
- الماء متعادل التأثير على عباد الشمس لان تركيزايون الهيدروجين المسئول عن الحموضة يساوى تركيز ايون الهيدروكسيل المسئول عن القلويه = 10^{-7} مول / لتر

حسب المعادلة $H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$

الحاصل الأيونى للماء Kw

هو حاصل ضرب تركيز ايون الهيدروجين وايون الهيدروكسيل الناتجين عن تأين الماء ويساوى 10^{-14} مول / لتر

$$Kw = [H^+] \times [OH^-] = 10^{-14} \ M / L$$

ملاحظات هامة :-

1. الماء متعادل التأثير لأن تركيز أيون الهيدروجين يساوى تركيز أيون الهيدروكسيل يساوى 10^{-7}
2. قيمة الحاصل الأيونى للماء مقدار ثابت فإذا زاد تركيز أحد الايونين قل تركيز الأخر بنفس المقدار
3. من أمثلة المحاليل الحمضية العصير المعدى و عصير الليمون و الخل و عصير العنب و عصير الطماطم و القهوة و ماء المطر و اللبن و البول .
4. من أمثلة المحاليل القاعدية اللعاب و الدم و ماء البحر و العصارة المرارية و مستحلب المانيزيا و محلول الامونيا و صودا الغسيل و الصودا الكاوية .

الأس (الرقم) الهيدروجينى pH

هو الوغاريتم السالب (للاساس 10) لتركيز ايون الهيدروجين او الهيدرونيوم وهو اسلوب للتعبير عن الحموضه او القاعديه للمحاليل

$$pH = -\log [H^+]$$

وبتطبيق ذلك على معادلة الحاصل الايونى للماء تصبح

$$-\log K_W = (-\log [H^+]) + (-\log OH^-]) = -\log 10^{-14}$$

باستبدال القيمة (-log) بالحرف p تصبح المعادلة $pK_w = pH + pOH = 14$

- يقاس ال PH بجهاز pH meter
- العلاقة بين قوة الحمض و قيمة الـ pH علاقة عكسية أى أنه
  - كلما إنخفضت قيمة الـ pH كان الحمض قوى فمثلاً إذا كان pH = صفر كان الحمض قوى جداً
  - كلما إرتفعت قيمة الـ pH كان الحمض ضعيف فمثلاً إذا كان pH = 5.5 أقل قوه من حمض الـ pH = 3

الأس (الرقم) الهيدروكسيلى pOH

هو اللوغاريتم السالب لتركيز ايون الهيدروكسيل $pOH = -\log [OH^-]$

التحلل المـــائى للأمـــلاح (التميؤ)

هوالتبادل بين ايونات الملح والماء لتكوين الحمض والقاعدة المشتق منهماالملح .

ملاحظات هامة :- التميؤ عكس عملية التعادل

- تعتمد الخاصيه الحامضيه والقاعديه لمحلول الملح على قوة كل من الحمض والقاعدة الناتجين من ذوبان الملح فى الماء

حمض	+	قاعدة	=	ملح
قوى	+	قوى	=	ملح متعادل التأثيرعلى صبغة عباد الشمس
قوى	+	ضعيف	=	ملح حمضى التأثير على صبغة عباد الشمس
ضعيف	+	قوى	=	ملح قاعدى التأثير على صبغة عباد الشمس

حـــــاصل الإذابـــــة K_{SP}

- **درجة الذوبان** هى تركيز المحلول المشبع من الملح شحيح الذوبان عند درجة حرارة معينة

خطوات حل مسائل حاصل الاذابة

1- نكتب معادلة تأين الملح شحيح الذوبان فى الماء موزونة

2- نكتب قانون حاصل الإذابة K_{sp}

3- التعويض فى قانون حاصل الإذابة حسب المسألة و لها ثلاث حالات

أولاً : يعطى تركيز الأيونين نعوض تعويضاً مباشراً فى القانون

ثانياً : يعطى تركيز أحد الأيونين فقط و نعين قيمة الثانى من خلال العلاقة بينهما فى المعادلة

ثالثاً : إذا أعطى فى المسألة درجة الإذابة (تركيز الملح) نعين قيمة تركيز كل أيون من العلاقة بينهما فى المعادلة ثم نعوض عن تركيز الأيونين فى معادلة حاصل الإذابة

ملخص القوانين

$K_a = \alpha^2 \times C_a$	$K_b = \alpha^2 \times C_b$
$K_a = \alpha^2 \div V$	$K_b = \alpha^2 \div V$

$$K_w = K_a \times K_b$$

$[H_3O^+] = \sqrt{K_a \times C_a}$	$[OH^-] = \sqrt{K_b \times C_b}$
$[H_3O^+] = \alpha \times C_a$	$[OH^-] = \alpha \times C_b$
$[H_3O^+] = K_a \div \alpha$	$[OH^-] = K_b \div \alpha$
$[H_3O^+] = 10^{-PH}$	$[OH^-] = 10^{-POH}$
$[H_3O^+] = 10^{-14} / [OH^-]$	$[OH^-] = 10^{-14} / [H_3O^+]$
$[H^+][OH^-] = 10^{-14}$	
$PH = -Log[H_3O^+$ $PH = 14 - pOH$	$POH = -Log[OH^-]$ $pOH = 14 - pH$

عدد المولات = كتلة المادة بـ g ÷ الكتلة المولية

التركيز = عدد المولات ÷ الحجم باللتر L

إذا أعطى درجة التأين فى المسألة بنسبة مئوية لازم نقسم على 100 عند التعويض

حساب PH لخليط من محلولين

$$PH = -\log \frac{10^{-PH} + 10^{-PH}}{2}$$

مثلا محلول PH له = 2 ومحلول اخر PH له =6 فان PH للخليط

$$PH = -\log(10^{-2} + 10^{-6}) \div 2 = 2.3$$

علاقات بيانية

المتغيرين	العلاقة	المتغيرين	العلاقة
PH , POH	عكسية	$[H^+]$, $[OH^-]$	عكسية
PH , $[H^+]$	عكسية	PH , $[OH^-]$	طردية
POH , $[H^+]$	طردية	POH , $[OH^-]$	عكسية
K_a , K_b	عكسية	K_w , K_a	طردية
K_w , K_b	طردية	K_w , $[H^+]$	طردية
K_w , $[OH^-]$	طردية	α و التخفيف (لحمض او قاعدة ضعيفة)	طردية
معدل التفاعل وتركيز المتفاعلات	طردية	معدل التفاعل ومساحة السطح	طردية
معدل التفاعل ودرجة الحرارة	طردية	K_{sp} وقابلية الذوبان	طردية

ملحوظة : التخفيف لا يؤثر فى تأين حمض قوى وقاعدة قوية